Correction exercices
Cinétique chimique

10 Vérifier un ordre de réaction (1)

1. On calcule : $v_{disp}(N_2O_5)(t_i) = -\dfrac{[N_2O_5](t_{i+1}) - [N_2O_5](t_i)}{t_{i+1} - t_i}$.

t (min)	Concentration ($mmol \cdot L^{-1}$)	Vitesse disparition ($mmol \cdot L^{-1} \cdot min^{-1}$)
0	250	8
5	210	6,8
10	176	5,1
20	125	3,6
30	89	2,7
40	62	1,9
50	43	1,2
60	31	

2. et **3.** On constate que le graphe est une droite passant par l'origine, donc la vitesse volumique de disparition du réactif est proportionnelle à la concentration de N_2O_5 au cours du temps. La réaction suit donc une loi de vitesse d'ordre 1 par rapport à N_2O_5.

17 Fast and Furious

1. et **2. a.** La réaction est lente : elle peut être suivie par un capteur comme un pressiomètre.

b. La température est un facteur cinétique pour la réaction de décomposition du protoxyde d'azote N_2O (g) ; la forte augmentation de la température lors de la combustion dans le moteur va augmenter la vitesse de production de dioxygène O_2 (g) et ainsi augmenter les performances du moteur.

3. En notant x l'avancement de la réaction :

État du système	Avancement (mol)	N_2O (g) →	N_2 (g) +	$\frac{1}{2}$ O_2 (g)
État initial (à $t = 0$)	0	n_0	0	0
État en cours de transformation (à t)	x	$n_0 - x$	x	$\frac{1}{2}x$
État final (à $t = t_f$)	x_f	$n_0 - x_f$	x_f	$\frac{1}{2}x_f$

4.a. D'après la loi des gaz parfaits, $P \times V = n \times R \times T$.
En appliquant cette loi à l'instant initial pour lequel $n_{tot\ gaz} = n_0$,
alors : $P_0 = \dfrac{n_0 RT}{V}$.

b. À un instant t quelconque de la réaction,

$$n_{tot\ gaz} = (n_0 - x) + x + \frac{x}{2} = n_0 + \frac{x}{2}$$

Donc $P = n_{tot\ gaz} \times \dfrac{RT}{V} = \left(n_0 + \dfrac{x}{2}\right) \times \dfrac{RT}{V}$.

c. $P = \left(n_0 + \dfrac{x}{2}\right) \times \dfrac{RT}{V} = \left(n_0 \times \dfrac{RT}{V}\right) + \left(\dfrac{x}{2} \times \dfrac{RT}{V}\right)$

$$P = P_0 + n(O_2) \times \frac{RT}{V}.$$

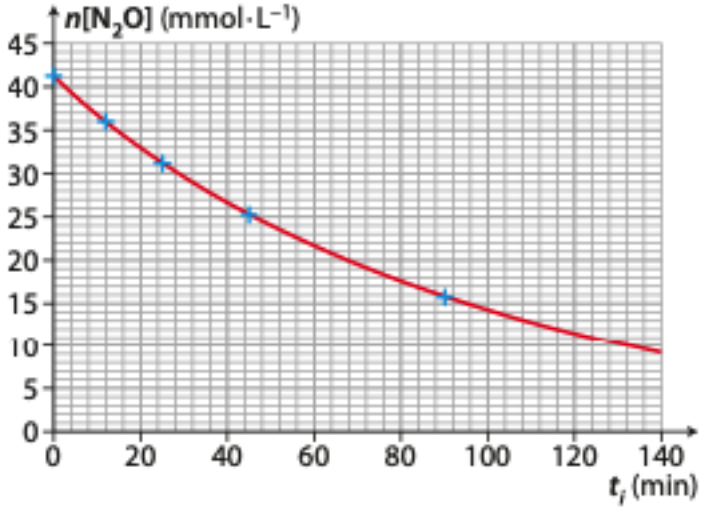
Donc $n(O_2) = \dfrac{V}{RT} \times (P - P_0)$

$$= \frac{n_0}{P_0} \times (P - P_0) = n_0 \times \left(\frac{P}{P_0} - 1\right).$$

d. $n(N_2O) = n_0 - x = n_0 - 2n \times (O_2) = n_0 - 2n_0 \times \dfrac{P}{P_0} + 2n_0$

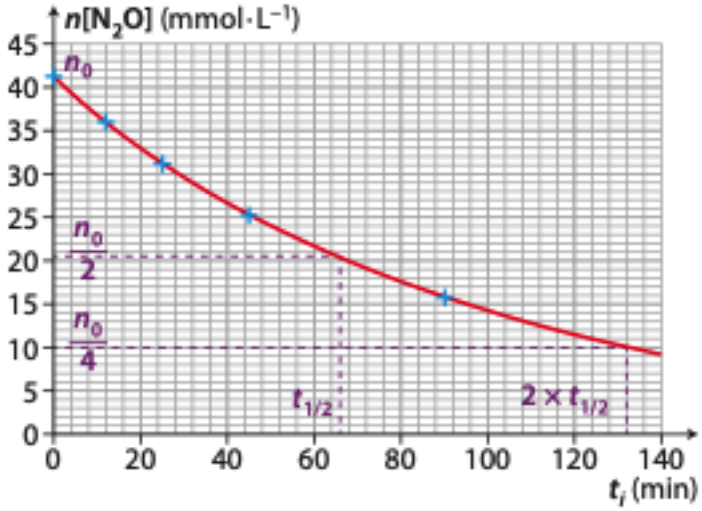
$$n(N_2O) = n_0 \times \left(3 - 2\frac{P}{P_0}\right).$$

5.



6. a. Graphiquement : $t_{1/2} = 66$ min.

b.



Pour $t_1 = 2 \times t_{1/2} = 132$ min, $n(N_2O)_{t_1} = 9{,}9$ mmol.

Or $\frac{n_0}{2} = 20{,}7$ mmol et $\frac{n_0}{4} = 10{,}3$ mmol.

Donc $n(N_2O)_{t_1}$ est environ égal à la moitié de $\frac{n_0}{2}$: on constate qu'entre $t_{1/2}$ et $2 \times t_{1/2}$, la quantité de protoxyde d'azote N_2O (g) a été de nouveau divisée par 2.

Ceci est caractéristique d'une réaction d'ordre 1 (par rapport au protoxyde d'azote N_2O (g)).

7. Plus l'admission de protoxyde d'azote N_2O (g) sera grande, plus du dioxygène O_2 (g) sera produit, plus les performances du moteur seront augmentées, plus la vitesse du véhicule sera grande.

23 Ordre d'une réaction

1. La relation $v = k \times [H_2O_2]$ montre que la vitesse de disparition du peroxyde d'hydrogène est proportionnelle à sa concentration. La réaction est donc d'ordre 1 par rapport au peroxyde d'hydrogène.

2. Le programme simule l'évolution de la concentration en peroxyde d'hydrogène pour des intervalles de temps $\Delta t = 0{,}01$ h. Pour comparer avec l'expérience faite pendant 6 h, on choisit donc de faire le calcul sur $N = 600$ points afin que la durée totale soit égale à $0{,}01 \times 600 = 6$ h.

3. La vitesse de disparition est définie par :

$$v_{disp} = -\frac{C[i+1] - C[i]}{t[i+1] - t[i]}.$$

Or $v_{disp} = k \times C[i]$ donc $C[i+1] = C[i] - (t[i+1] - t[i]) \times k \times C[i]$ qui est la relation de la ligne 11 du programme.

4. Ce sont les lignes 13 à 15 qui conduisent au tracé de l'évolution de la concentration mesurée expérimentalement en fonction du temps.